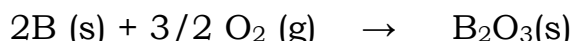


Filière SMP/SMC – S1  
Thermochimie Série 2

**Exercice 1**

On considère la réaction de combustion du bore



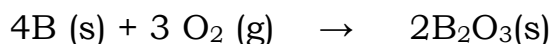
1- Déterminer l'avancement final de cette réaction lorsqu'on introduit dans l'enceinte réactionnelle :

a- 4 moles de B (s) et 3 moles de O<sub>2</sub> (g)

b- 2 moles de B (s) et 3 moles de O<sub>2</sub> (g)

c- 4 moles de B (s), 3 moles de O<sub>2</sub> (g) et 2 moles de B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>(s)

2- L'avancement serait-il le même si on considère la réaction :



**Exercice 2**

Dans une bombe calorimétrique de capacité calorifique 1475 J.K<sup>-1</sup>, on brûle 440 mg de propane gazeux C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> (g), en présence de la quantité nécessaire de dioxygène. Les produits de la réaction sont CO<sub>2</sub> gazeux et H<sub>2</sub>O liquide. La température du calorimètre varie de 25,6 à 40,6°C. (On néglige la chaleur absorbée par les produits de la réaction).

1- Ecrire l'équation de la réaction de combustion de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>(g) à 298 K.

2- Déterminer la quantité de chaleur mise en jeu lors de cette combustion.

3- Déterminer l'énergie interne standard de combustion de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>(g) à 298 K.

4- En déduire l'enthalpie standard de combustion de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> (g) à 298 K.

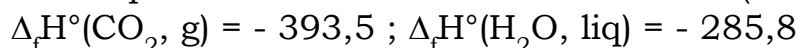
5- Calculer l'enthalpie standard de formation de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> (g) à 298 K.

**Données :**

- Masses molaires (g.mol<sup>-1</sup>) : C : 12                      H : 1

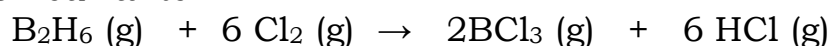
- Constante des gaz parfaits : R = 8,31 J.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

- Enthalpies standard de formation à 298 K (en kJ.mol<sup>-1</sup>)

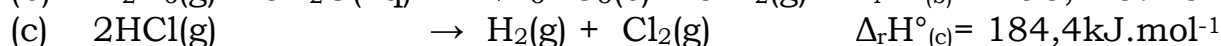
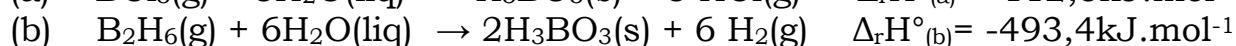
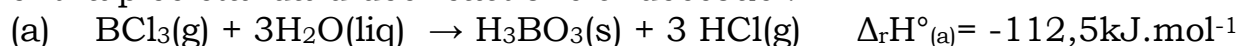


**Exercice 3**

Soit la réaction suivante



1- Calculer à 298K l'enthalpie de la réaction (I),  $\Delta_r H^\circ_{298}$ , en utilisant les enthalpies standard des réactions ci-dessous :



- 2- Calculer l'enthalpie standard de formation du diborane gazeux.
- 3- Calculer la variation de l'énergie interne du système réactionnel. constitué initialement de 3 moles de dichlore  $\text{Cl}_2$  (g) et 3 moles de diborane  $\text{B}_2\text{H}_6$  (g).

#### Données :

- Enthalpies standard de formation à 298 K (  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  ) :  
 $\Delta_f H^\circ(\text{BCl}_3, \text{g}) = -403,8$  ;  $\Delta_f H^\circ(\text{HCl}, \text{g}) = -92,3$  ;  $\Delta_f H^\circ(\text{Cl}_2, \text{g}) = 0$

#### Exercice 4

Dans les conditions standard et à 298K, l'acroléine,  $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}$ , est liquide.

- 1- Pour cette substance, écrire :
  - a- la réaction de formation.
  - b- la réaction de combustion.
- 2- a- Déterminer l'enthalpie standard de formation de l'acroléine à partir de son enthalpie de combustion d'une part, et des enthalpies de liaison d'autre part.
- b- Comparer les deux valeurs obtenues et commenter.

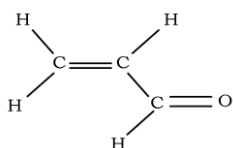
#### Données :

- Enthalpies standard de formation à 298 K (en  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) :  
 $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{liq}) = -285,8$  ;  $\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2, \text{g}) = -393,5$  ;  $\Delta_f H^\circ(\text{C}, \text{g}) = 716,7$

- Enthalpies standard de combustion et de vaporisation de l'acroléine liquide à 298 K (en  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ):  
 $\Delta_c H^\circ(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}, \text{liq}) = -1628,5$  ;  $\Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}, \text{liq}) = 20,9$

- Enthalpies standard de liaison en  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  :  
 $\Delta_1 H^\circ_{298\text{K}}(\text{H-H}) = -436$  ;  $\Delta_1 H^\circ_{298\text{K}}(\text{O=O}) = -498$  ;  $\Delta_1 H^\circ_{298\text{K}}(\text{C=C}) = -615$  ;  
 $\Delta_1 H^\circ_{298\text{K}}(\text{C-C}) = -345$  ;  $\Delta_1 H^\circ_{298\text{K}}(\text{C=O}) = -799$  ;  $\Delta_1 H^\circ_{298\text{K}}(\text{C-H}) = -413$

Formule développée de l'acroléine :



#### Exercice 5

Une des étapes de la préparation du tétrachlorure de carbone  $\text{CCl}_4$  liquide est la réaction:



- 1- Calculer l'enthalpie standard de la réaction (I) à  $T_1 = 298$  K.
- 2- Calculer la quantité de chaleur qui accompagne la réaction de 100 g de dichlore gazeux à pression constante.
- 3- Pour maintenir la température du réacteur, dans lequel s'effectue la réaction (I), constante et égale à  $25^\circ\text{C}$  ; on le refroidit de l'extérieur à l'aide

d'une quantité d'eau initialement à 10°C. Calculer la masse d'eau nécessaire pour chaque 100 g de Cl<sub>2</sub> gazeux consommé.

**4-** Calculer :

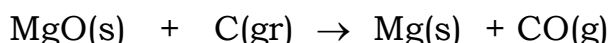
- a-** l'enthalpie standard de formation de S<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> gazeux,
- b-** l'enthalpie standard de la liaison S-S dans S<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> gazeux de formule développée Cl-S-S-Cl.

### Données:

- Enthalpies standard de formation à 298 K ( kJ.mol<sup>-1</sup>) :  
 $\Delta_f H^\circ(\text{CS}_2, \text{liq}) = 89,4$  ;  $\Delta_f H^\circ(\text{CCl}_4, \text{liq}) = -127,8$  ;  $\Delta_f H^\circ(\text{S}_2\text{Cl}_2, \text{liq}) = -59,4$ ;  
 $\Delta_f H^\circ(\text{S}, \text{g}) = 280,3$  ;  $\Delta_f H^\circ(\text{S}, \text{s}) = 0$   
 $\Delta_f H^\circ(\text{S-Cl}) = -276,2$  ;  $\Delta_f H^\circ(\text{Cl-Cl}) = -242,7$
- Enthalpies standard de vaporisation à 298 K (kJ.mol<sup>-1</sup>) :  
 $\Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{S}_2\text{Cl}_2) = 41,4$
- Capacité calorifique à 298 K (J.K<sup>-1</sup>.g<sup>-1</sup>) : H<sub>2</sub>O (liq) : 4,18
- Masses molaires (g.mol<sup>-1</sup>) : Cl : 35,5

## Exercice 6

On considère la réaction de réduction de l'oxyde de magnésium par le carbone :



Selon la température, le métal obtenu est solide, liquide ou gazeux. Sous la pression de 1 bar, le magnésium fond à 651°C et bout à 1107°C.

Déterminer l'enthalpie standard de cette réaction à la température T = 700°C.

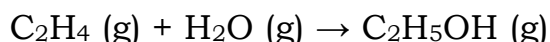
### Données :

- Enthalpies standard de formation à 298 K (en kJ.mol<sup>-1</sup>)  
 $\Delta_f H^\circ(\text{CO}, \text{g}) = -110,52$   $\Delta_f H^\circ(\text{MgO}, \text{s}) = -601,83$
- Capacités calorifiques à pression constante (en J.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>)  
 $c_p(\text{Mg}, \text{s}) = 23,89$   $c_p(\text{Mg}, \text{liq}) = 32,51$   
 $c_p(\text{CO}, \text{g}) = 29,31 + 3,07 \cdot 10^{-3}T$   $c_p(\text{MgO}, \text{s}) = 37,42 + 0,37 \cdot 10^{-3}T$   
 $c_p(\text{C}, \text{graphite}) = 11,29 + 10,87 \cdot 10^{-3}T$ .
- Enthalpie standard de fusion du magnésium : 8.96 kJ.mol<sup>-1</sup>,

## A faire chez soi

### Exercice I

Soit la réaction :



**1-** Etablir des cycles de Hess permettant la détermination de l'enthalpie standard de cette réaction, en utilisant :

- a-** les enthalpies standard de formation.
- b-** les enthalpies standard de combustion.
- c-** les enthalpies standard de liaison.

**2-** Calculer les valeurs dans les trois cas et commenter les différences observées.

**Données :**

- Enthalpies standard de formation à 298K (en kJ.mol<sup>-1</sup>) :

$$\Delta_f H^0 (\text{C}_2\text{H}_4, \text{g}) = 52,3 ; \quad \Delta_f H^0 (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}, \text{g}) = -235 ; \quad \Delta_f H^0 (\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = -242,4$$

- Enthalpies standard de combustion à 298K (en kJ.mol<sup>-1</sup>) :

$$\Delta_c H^0 (\text{C}_2\text{H}_4, \text{g}) = -1409,4 \quad \text{et} \quad \Delta_c H^0 (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}, \text{g}) = -1407,5$$

- Enthalpies standard de liaison à 298 K (en kJ.mol<sup>-1</sup>) :

$$\Delta_l H^0 (\text{C-H}) = -415 ; \Delta_l H^0 (\text{C=C}) = -615 ; \Delta_l H^0 (\text{C-C}) = -347 ; \Delta_l H^0 (\text{O-H}) = -463 ;$$

$$\Delta_l H^0 (\text{C-O}) = -350$$

$$\text{Chaleur latente de vaporisation : } \Delta_{\text{vap}} H^0 (\text{H}_2\text{O}, 298\text{K}) = 44 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

**Exercice II**

L'éthane C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>(g) est un combustible présent dans le gaz naturel.

**1-** Ecrire la réaction de formation de l'éthane gazeux à T = 298K et P = 1 bar.

**2-** Sachant que les produits de la réaction de combustion de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> à T = 298K et P = 1 bar sont du CO<sub>2</sub>(g) et H<sub>2</sub>O (l), écrire l'équation de cette réaction.

**3-** Déterminer T = 298K et P = 1 bar, la variation de l'enthalpie standard et de l'énergie interne correspondant à la combustion d'une mole de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>(g).

**4-** En supposant que les pertes de chaleur sont négligeable, calculer le volume de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>(g) mesuré à T = 298K et P = 1 bar, dont la combustion est nécessaire pour chauffer un litre d'eau de 25 à 100°C.

**Données :**

Enthalpies standard de formation à 298K (en kJ.mol<sup>-1</sup>) :

$$\Delta_f H^0 (\text{C}_2\text{H}_6, \text{g}) = -84,6 ; \quad \Delta_f H^0 (\text{CO}_2, \text{g}) = -393,5 ; \quad \Delta_f H^0 (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285,8$$

Capacité calorifique massique de l'eau : C<sub>P</sub>(H<sub>2</sub>O(l)) = 4,18 J.K<sup>-1</sup>.g<sup>-1</sup>.

Masse volumique de l'eau à 298K : ρ = 1 g.cm<sup>-3</sup>.

Les gaz sont supposés parfaits : R = 8,31 J.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup> = 0,082 L.atm.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>

**Exercice II**

Calculer la variation d'enthalpie, sous la pression de 1 bar, correspondant au passage d'une mole de SiCl<sub>4</sub> de l'état liquide à 298K à l'état gazeux à 1645K.

**Données :**

Capacités calorifiques molaires C<sub>p</sub> (en J.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>) :

$$C_p(\text{SiCl}_4, \text{l}) = 146,5$$

$$C_p(\text{SiCl}_4, \text{g}) = 106,3 + 0,96 \cdot 10^{-3} T - 14,8 \cdot 10^5 / T^2$$

Chaleur latente de vaporisation :

$$\Delta_{\text{vap}} H^0 (\text{SiCl}_4, \text{l}) = 28,4 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad \text{à} \quad T_{\text{vap}} = 331\text{K}$$